

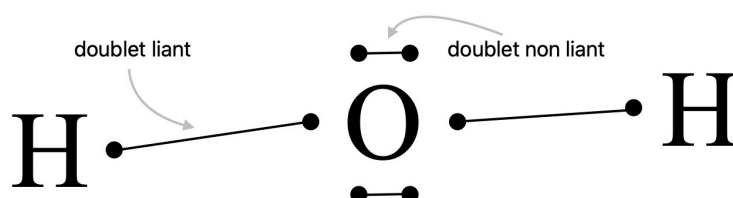
# LE SCHEMA DE LEWIS

La formation de molécules permet aux atomes de mettre en commun leurs électrons pour devenir plus stables.

## Représenter une molécule

### Niveau 1 : Rappel

Voir la partie : *méthode* : représenter une molécule sur [lesiteduprof.com](http://lesiteduprof.com)

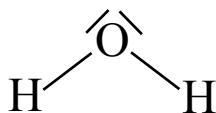


### Niveau 2 : Le schéma de Lewis

La représentation précédente permet de savoir combien de doublets liants et de doublets non liants se forment mais elle ne dit rien sur la **géométrie de la molécule**. De plus elle ne semble pas très rigoureuse et relève plus du dessin que du schéma scientifique.

**Le schéma de Lewis d'une molécule permet d'en dire plus sur la géométrie de celle-ci et constitue ainsi une représentation schématique plus rigoureuse d'une molécule.**

#### Schéma de Lewis de la molécule d'eau :



Comme le montre le Schéma de Lewis de la molécule d'eau celle-ci possède une géométrie coudée.

- 1) Vérifier la géométrie coudée de la molécule d'eau en construisant vous même son modèle moléculaire. **Voir la méthode au verso.**

#### **Remarque :**

Dans certains cas il est nécessaire que les atomes partagent plus qu'une paire d'électron. Dans ce cas on appelle la liaison : une **double liaison covalente** ou une **liaison double**. C'est ce qui se passe pour la molécules de dioxyde de carbone.

- 2) représenter le schéma de Lewis de la molécule de  $CO_2$ . Pour vous aider, faites dans un premier temps la représentation de niveau 1 puis, à partir du modèle moléculaire du  $CO_2$  fourni, proposez un schéma de Lewis.

## Encart sur l'énergie de liaison

L'énergie de liaison est reliée à l'énergie qu'il faut fournir pour rompre la liaison entre 2 atomes. Quelques valeurs d'énergies de liaison sont indiquées dans le tableau ci-dessous. On peut constater que les liaisons doubles sont plus « dures » à rompre que les liaisons simples car elles demandent plus d'énergie.

Liaison	H — H	C — H	C — C	O — H	C — O	O = O	C = O de CO <sub>2</sub>	C = O autres
E <sub>l</sub> (kJ.mol <sup>-1</sup> )	432	413	348	463	358	498	804	730

- 3) Combien faut-il fournir d'énergie (en kJ) pour rompre toutes les doubles liaisons covalentes dans une mole de dioxygène
- 4) Sur une grande feuille A3, recopiez et complétez le tableau affiché par le professeur.

## Construire un modèle moléculaire

La boîte située sur votre paillasse vous permet de construire des modèle moléculaires. Les « boules » de couleur représentent les atomes et les liaisons sont les tiges en plastique. **Chaque couleur correspond à un élément chimique.** Un même élément chimique peut être modélisé de différentes manières (trous situés a des endroits différents) pour rendre compte au mieux de la géométrie des molécules.

